UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI
FACULTE DES SCIENCES ET TECHNIQUE
DEPARTEMENT DE CHIMIE

Université Abdelmalek Essaadi
Faculté des Sciences et Techniques
Tanger

GI-1-3

Module C111/2
Série 2

1- Donner la définition d'un acide et d'une base au sens de Brönsted.

2- On considère les couples acide/base suivants :

CH_3COOH / CH_3COO^- ; H_2O / HO^-.

a- Indiquer, en justifiant votre choix, quels sont les acides parmi les couples ci-dessus.

b- Ecrire pour chaque couple la demi-équation acidobasique.

3- Soit les demi-équations acidobasiques :

$$H_2O + H^+ \Leftrightarrow H_3O^+ ;\ NH_4^+ \Leftrightarrow NH_3 + H^+ .$$

a- Indiquer, en justifiant votre choix, quels sont les bases parmi les espèces chimiques ci-dessus.

b- Ecrire le couple acidobasique pour chaque demi équation.

c- Quelle propriété acidobasique possède l'eau. Justifier votre réponse.

4-a- Définir une réaction acido-basique.

b- Ecrire l'équation de la réaction acido-basique entre l'**acide nitreux** HNO_2 et l'ammoniac NH_3.

c- Ecrire l'équation de la réaction acido-basique entre l'ion anilinium $C_6H_5NH_3^+$ et l'ion **hydroxyde** HO^-.

5- Etablir par ordre croissant, pour une concentration égale, l'acidité des couples ci-dessous :

Couple acide/base	pKa
CH_3-COOH / CH_3-COO^- : Acide éthanoïque	4,75
$ClCH_2$-COOH/$ClCH_2$-COO^- : Acide monochloroéthanoïque	2,85
CH_3-CH_2-NH_3^+ / CH_3-CH_2-NH_2 : Ethanamine	10,8
$C_6H_5NH_3^+$/$C_6H_5NH_2$: Aniline	4,6

6-a- Calculer le pH d'une solution aqueuse d'un acide fort noté HA de concentration molaire $C_0 = 10^{-1}$ mol/L puis $C_0 = 10^{-4}$ mol/L.

b- Calculer le pH d'une solution aqueuse d'un acide faible noté HA (pK_a=3,6) de concentration molaire $C_0=10^{-1}$ mol/L puis $C_0 = 10^{-4}$ mol/L.

7- Quel volume d'eau doit-on ajouter à 24 mL de solution de NaOH 0,3 mol/L pour obtenir une solution à pH = 11,8 ?

8- Ecrire la réaction d'hydrolyse de l'ion **acétate**. Quel est le $\mathbf{pK_b}$ de cette base ?

Donnée : pKa (CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4,75.

9- Sachant que l'acide fluorhydrique HF 0,1 $mol.L^{-1}$ se dissocie à 7,9 %, calculez les concentrations en HF, F^- et H_3O^+ à l'équilibre, et calculez la constante d'acidité K_a.

10- Quel est le pH de la solution résultant du mélange de 20 mL de HCl 0,5 $mol.L^{-1}$ avec 9 mL de NaOH 1 $mol.L^{-1}$?

11- Il a fallu 17,4 mL d'hydroxyde de baryum 0,05 $mol.L^{-1}$ pour neutraliser 236 mg d'un monoacide. Déterminez la masse molaire de ce monoacide.

12- On dose par pH-métrie 20 mL d'une solution d'un acide HA de concentration initiale inconnue, par une solution d'hydroxyde de sodium 0,1 $mol.L^{-1}$. On obtient les résultats suivants :

V_{NaOH} (mL)	0	2	4	6	8	10	12	14	16
pH	2,65	3,2	3,6	3,8	4	4,2	4,3	4,45	4,7
V_{NaOH} (mL)	18	19	20	20,4	20,6	21	23	25	
pH	5,05	5,3	6,45	9,1	10,35	11	11,45	11,6	

a- Tracer sur **papier millimétré** ou avec un **logiciel de traitement** de données la courbe de variation du pH en fonction du volume de base.

b- Déterminer le point d'équivalence et la concentration initiale de l'acide.

c- Quel est le pK_a de cet acide ?

UNIVERSITE ABDELMALEK ESSAADI
FACULTE DES SCIENCES ET TECHNIQUE
DEPARTEMENT DE CHIMIE

Université Abdelmalek Essaadi
Faculté des Sciences et Techniques
Tanger

GI-1-3

Module C111/2
Corrigé de la série 2

1- Un acide, selon Brönsted, est une espèce chimique capable de **céder** un proton H^+.

Une base, selon Brönsted, est une espèce chimique capable de **capter** un proton H^+.

2-a- Pour le couple CH_3COOH / CH_3COO^- : CH_3COOH est un acide car il est capable de céder un proton H^+.

Pour le couple H_2O/HO^- : H_2O est un acide car il est capable de céder un proton H^+.

b- Les demi-équations acide/base sont :

$$CH_3COOH / CH_3COO^- : CH_3COOH \Leftrightarrow CH_3COO^- + H^+$$

$$H_2O / HO^- : H_2O \Leftrightarrow HO^- + H^+$$

3-a- $H_2O + H^+ \Leftrightarrow H_3O^+$: H_2O est une base car il est capable de capter un proton.

$NH_4^+ \Leftrightarrow NH_3 + H^+$: NH_3 est une base car il est capable de capter un proton.

b- H_3O^+/H_2O ; NH_4^+ / NH_3.

c- L'eau est un ampholyte car c'est une espèce chimique qui présente à la fois un caractère acide et basique, selon Brönsted.

4-a- Une réaction acido-basique est une transformation où il y a un échange de proton H^+ de l'acide vers la base.

b- La réaction acido-basique met en jeu deux couples acide/base HNO_2/NO_2^- et NH_4^+/NH_3.

$$HNO_2 + H_2O \Leftrightarrow NO_2^- + H_3O^+$$

$$NH_3 + H_3O^+ \Leftrightarrow NH_4^+ + H_2O$$

La réaction acidobasique entre les deux couples susmentionnés est :

$$HNO_2 + NH_3 \Leftrightarrow NO_2^- + NH_4^+$$

c- $$C_6H_5NH_3^+ + HO^- \Leftrightarrow C_6H_5NH_2 + H_2O$$

5- La constante d'acidité Ka d'un couple renseigne sur la force de l'acidité de ce couple.

Ainsi plus Ka est grand (pKa est petit) plus l'acide est fort.

Le classement de l'acidité, pour une **concentration égale**, par ordre croissant des couples est :

Ethanamine<acide éthanoïque<Aniline<Monochloroéthanoïque

6-a- Calcul du pH d'un acide fort

La concentration de l'acide fort étant égal à 0,1M, le pH est donné par :

$$pH = -\log_{10}[H_3O^+].$$

La dissociation de l'acide fort HA dans l'eau est :

$$HA + H_2O \rightarrow H_3O^+ + A^-$$

D'après la conservation de la masse on a $C_0 = [H_3O^+] = 10^{-1}$ M.

On a $pH = -\log_{10}[H_3O^+] = -\log_{10}10^{-1} = 1$

- Pour $C_0 = 10^{-4}$ M, pH = 4.

b- Calcul du pH d'un acide faible

La dissociation de l'acide faible HA dans l'eau est :

$$HA + H_2O \Leftrightarrow H_3O^+ + A^-$$

La conservation de la matière implique : $C_0 = [HA]+[A^-]$

L'électroneutralité de la solution E.N.S donne : $[H_3O^+] = [A^-]+[HO^-]$

L'autoprotolyse de l'eau est : $2H_2O \Leftrightarrow H_3O^+ + HO^-$

On a $C_0 = 10^{-1}$M ; nous vérifions si le rapport $\frac{Ka}{C_0} < 10^{-2}$.

On a Ka = $10^{-3,6}$, $\frac{Ka}{C_0} = \frac{10^{-3,6}}{10^{-1}} = 10^{-2,6} < 10^{-2}$.

Nous pouvons considérer que l'acide est faiblement dissocié. Son pH est alors :

$$pH = \frac{1}{2}(pKa - \log C_0) = \frac{1}{2}(3,6+1) = 2,3.$$

- Pour $C_0 = 10^{-4}$M, on a $\frac{Ka}{C_0} = \frac{10^{-3,6}}{10^{-4}} = 10^{-3,6+4} = 10^{0,4} > 10^{-2}$.

On résout alors l'équation du second degré en concentration H_3O^+ :

$$[H_3O^+] = \frac{-Ka + \sqrt{Ka^2 + 4KaC_0}}{2} = \frac{-10^{-3,6} + \sqrt{(10^{-3,6})^2 + 4\times10^{-3,6}\times10^{-4}}}{2}$$

$$[H_3O^+] = 7,6625.10^{-5} M \quad \Rightarrow \text{pH} = 4,1.$$

7- NaOH est une base forte et la solution qu'on souhaite préparer est concentrée en ion OH^-. Le pH de cette solution est pH = 14 + log C_b. C_b étant la concentration de la base NaOH. Pour avoir un pH = 11,8, la concentration de NaOH doit être égale à :

$$11,8 = 14 + \log C_b \Rightarrow \log C_b = 11,8 - 14 = -2,2 \Rightarrow C_b = 10^{-2,2} = 0,0063\, M.$$

Nous disposons d'une solution en NaOH plus concentrée ; nous allons prendre un volume de cette solution qu'on dilue par un volume d'eau pour obtenir la concentration souhaitée.

En utilisant la formule : $C_i \times V_i = C_f \times V_f$

où i et f se réfèrent respectivement aux états initial et final.

<u>Application numérique</u> **:**

$$24.10^{-3}\times0,3 = 0,0063\times V_f \Rightarrow V_f = \frac{24\times10^{-3}\times0,3}{0,0063} = 1,143\, L.$$

Le volume d'eau ajouté est 1,143-0,024 = 1,119 L.

8- L'hydrolyse de l'ion acétate est : $CH_3COO^- + H_2O \Leftrightarrow CH_3COO^- + OH^-$

On a pK_a (CH_3COOH/CH_3COO^-) = 4,75 et on sait que $pK_a + pK_b = 14$.

$\Rightarrow pK_b = 14 - 4,75 = 9,25$.

9- La dissociation de l'acide fluorhydrique dans l'eau est : $HF + H_2O \Leftrightarrow F^- + H_3O^+$

Son coefficient de dissociation est donné par $\alpha = \frac{[F^-]}{C_{initiale}} = 0,079.$

$[F^-] = 0,079\times0,1 = 0,0079$ M.

D'après la conservation de la masse, on a :

$C_{initiale} = [HF] + [F^-] \Rightarrow [HF] = 0,1 - 0,0079 = 0,0921$ M.

L'électroneutralité de la solution implique $[F^-] = [H_3O^+]$ après avoir négligé la concentration des ions OH^- provenant de la réaction d'autoprotolyse de l'eau.

$[H_3O^+] = 0{,}0079$ M.

Calcul de la constante d'acidité K_a du couple HF/F^- :

$$K_a = \frac{[F^-][H_3O^+]}{[HF]} = \frac{(0{,}0079)^2}{0{,}0921} = 6{,}776.10^{-4}.$$

10- Nous allons calculer le nombre de moles de H^+ apportés par l'acide HCl :

$$n_{H^+} = 20\times10^{-3}\times0{,}5 = 0{,}01\,moles.$$

Le nombre de moles OH^- apporté par NaOH est :

$$n_{OH^-} = 9\times10^{-3}\times1 = 0{,}009 \text{ moles.}$$

0,009 moles de H^+ seront neutralisées par 0,009 moles de OH^- ; il restera en solution 0,001 moles de H^+.

La concentration en ions H^+ est $\frac{0{,}001}{V_{solution}} = \frac{0{,}001}{(20+9)\times10^{-3}} = 0{,}0345$ M.

$\Rightarrow$ pH = 1,46.

11- L'hydroxyde de baryum est $Ba(OH)_2$. D'après la formule statistique, il comporte 2 ions OH^-. Nous allons calculer le nombre de moles de $Ba(OH)_2$ contenu dans 17,4 mL.

$$n_{Ba(OH)_2} = 0{,}05\times17{,}4\times10^{-3} = 0{,}00087\,mol.$$

On a **2** mole du monoacide HA réagiront avec 1 moles de $Ba(OH)_2$ selon :

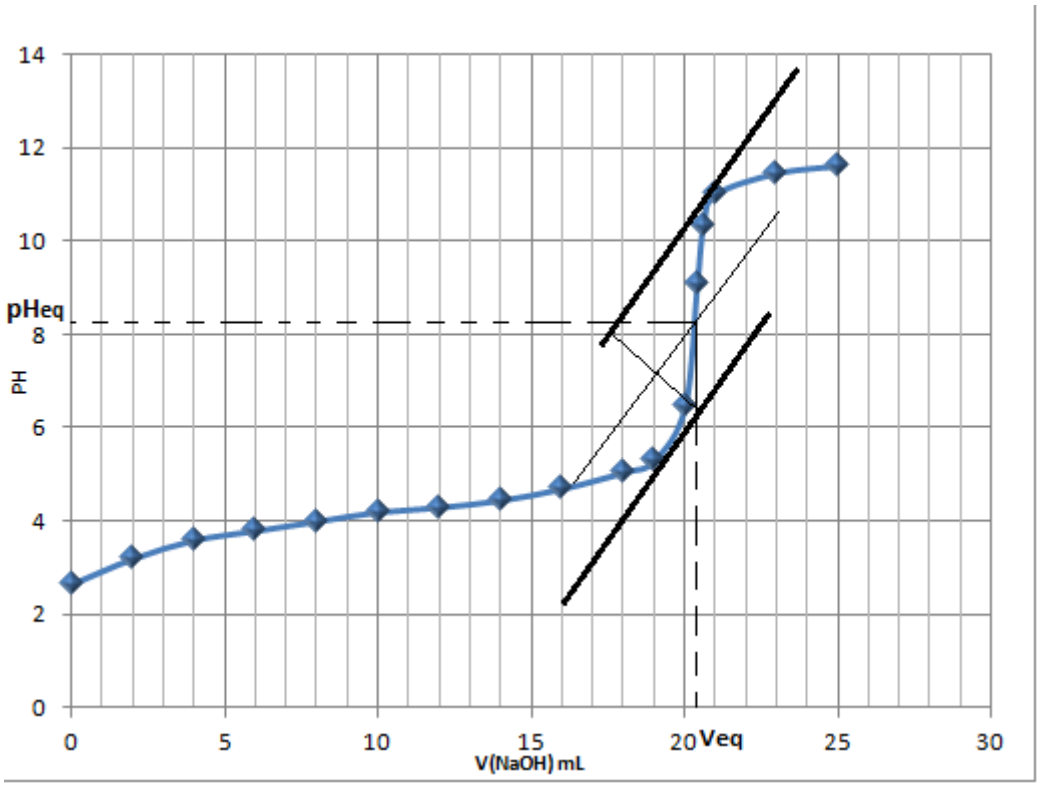
$$Ba(OH)_2 + \mathbf{2}HA \Leftrightarrow BaA_2 + 2H_2O$$

Donc $n_{HA} = 2\times n_{Ba(OH)_2} \Rightarrow n_{HA} = 2\times0{,}00087 = 0{,}00174$ mol.

On a $n_{HA} = \frac{m_{HA}}{M_{HA}} = \frac{236\times10^{-3}}{M_{HA}} = 0{,}00174 \Rightarrow M_{HA} = \frac{236\times10^{-3}}{0{,}00174} = 135{,}6$ g.mol^{-1}.

12- Le tracé pH = f(V) se fait sur papier millimétré ou à l'aide d'un logiciel de traitement de données.

a-



Courbe de titration.

b- D'après la courbe de titrage acidobasique pH = f(V_{NaOH}), le volume de NaOH au point d'équivalence est égal à **20,3 mL**.

<u>Calcul de la concentration initiale de l'acide</u> **:**

Au point d'équivalence, on a $C_aV_a = C_bV_b \Rightarrow C_a = \frac{C_b \times V_b}{V_a} = \frac{0{,}1 \times 20{,}3 \times 0{,}001}{20 \times 0{,}001} = 0{,}1015M$.

c- A la demi-équivalence, on a pH = pKa, la lecture graphique donne 4,2.

ETUSUP.com

Programmation
Cours
Informatique
Optique
Chimie
Algébre
Corrigés
Mathématiques
Travaux Pratiques
Electricité
Physique
Résumés
Analyse
Diapo
Exercices
Livres
Contrôles Continus
Langues
MTU
Mécanique
Thermodynamique
Divers
Multimedia
Economie
Travaux Dirigés
Droit
Chimie Organique

et encore plus..